

I modelli atomici da Dalton a Bohr

Modello atomico di Dalton

Nel 1808 **John Dalton** (Eaglesfield, 1766 – Manchester, 1844) propone un modello di atomo in grado di spiegare le leggi ponderali della Chimica: l'atomo è visto come una particella indivisibile (qui rappresentata come una sfera).

Ben presto ci si rese conto che un simile modello teorico di atomo non era in grado di spiegare i fenomeni elettrici (che dovevano pur essere collegati alla natura particellare della materia) e nemmeno la natura dei legami che uniscono tra loro gli atomi per formare le molecole.



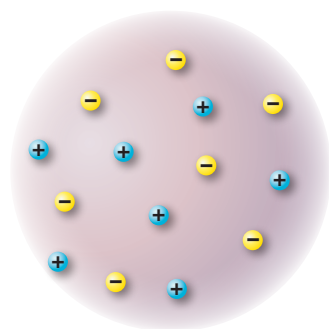
■ Modello atomico di Dalton: l'atomo è una particella indivisibile.

Il modello atomico "a panettone"

Verso la fine del XIX secolo (precisamente nel 1897), il fisico britannico **J.J. Thomson** (Cheetham, 1856 – Cambridge, 1940), studiando il passaggio della corrente elettrica nei gas rarefatti (utilizzando tubi di Crookes), dimostra che i raggi emessi dal catodo (raggi catodici) sono particelle di carica negativa.

Gli atomi si comportano come particelle neutre, per cui la presenza di particelle dotate di carica negativa può essere spiegata solamente ipotizzando che esistano nell'atomo anche particelle positive.

Thomson propone perciò un modello di atomo che prevede un'omogenea distribuzione di particelle positive e negative, sparse come le uvette e i canditi nel panettone (**modello atomico "a panettone"** o "plum pudding model", visto che il dolce natalizio inglese con le uvette è il pudding e non il nostro panettone).



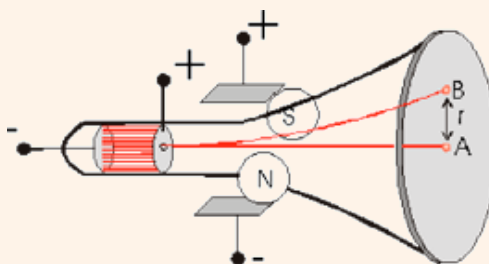
■ Modello atomico "a panettone" di Thomson: l'atomo è una particella neutra costituita a sua volta da particelle negative sparse (come le uvette e i canditi nel panettone) in una pasta positiva. Le cariche negative e positive si neutralizzano tra loro.

Tubi di Crookes

Il tubo di Crookes è un tubo trasparente collegato a una pompa in grado di produrre il vuoto (una pressione di un milionesimo di atmosfere), nel quale vengono inserite due piastre metalliche (elettrodi: catodo, negativo, e anodo, positivo) collegate a un generatore elettrico. Introducendo nel tubo un gas a pressione bassissima (gas rarefatto, intendendo per rarefatto un gas a pressione così bassa da rendere trascurabili le forze di interazione intermolecolare) si può osservare la comparsa di una macchia fluorescente sul vetro di fronte al catodo, espressione dell'emissione di ignoti (allora) raggi dal catodo, detti raggi catodici.

Vennero proposte svariate ipotesi per l'origine di questi raggi, tra le quali quella che essi avessero una natura corpuscolare.

Thomson riuscì a svelare quale fosse la reale natura di tali raggi grazie all'utilizzo dei tubi di Crookes, dimostrando che questa radiazione consisteva di elettroni, ovvero di particelle con carica negativa.



Thomson si dedicò anche alla misurazione del rapporto carica/massa degli elettroni di cui la radiazione è composta. Egli stabilì che il rapporto carica/massa non si modificava al variare del gas contenuto nel tubo.



Il modello planetario

Nel 1913 il fisico neozelandese **Ernest Rutherford** propone un nuovo modello di atomo: il modello planetario.

Hans Geiger e Ernest Marsden, sotto la guida di Rutherford, eseguirono nel 1911 un esperimento che consisteva nel bombardare una sottile lamina di oro con particelle alfa (costituite da due protoni e due neutroni e dotate perciò di carica positiva $2+$), prodotte da un materiale radioattivo.

Le particelle alfa erano dotate di un'energia cinetica sufficiente a permettere loro di passare attraverso la lamina, come previsto dallo stesso Thomson.

L'esperimento, invece, dimostrava il contrario: la maggior parte delle particelle emesse dalla sorgente radioattiva attraversava la lamina di oro ma, con grande sorpresa dello scienziato, alcune particelle venivano deviate e altre ancora respinte dalla lamina.

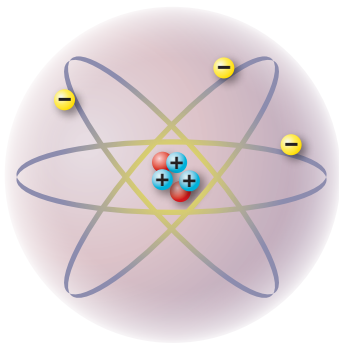
Rutherford esternò la propria incredulità con la frase poi passata alla storia: "È come sparare un proiettile da 14 pollici contro un foglio di carta e vederselo tornare indietro".

Rutherford capì, interpretando in modo geniale l'esperimento, che **l'atomo era sostanzialmente uno spazio quasi del tutto vuoto!**

La maggior parte delle particelle alfa aveva attraversato la lamina d'oro perché gli atomi che la costituivano dovevano presentare una parte molto densa, il nucleo, molto più piccolo (circa 10.000 volte) dell'atomo stesso.

Infatti, la gran parte delle particelle alfa che attraversava la lamina non colpiva il nucleo, quelle poche che lo facevano venivano deviate o respinte.

Rutherford propone perciò il **modello atomico planetario**, simile al sistema solare: un nucleo denso, dotato di carica elettrica positiva, attorno al quale ruotano, come i pianeti intorno al Sole, gli elettroni, particelle dotate di carica elettrica negativa (modello planetario) in orbite circolari. Non prevede la presenza dei neutroni che verranno scoperti nel 1932 da Chadwick.



■ Modello atomico di Rutherford.

Limiti del modello di Rutherford

Il moto dell'elettrone è il risultato dell'equilibrio tra la forza centrifuga e la forza di attrazione elettrostatica verso il nucleo.

Il modello di Rutherford presentava una forte contraddizione rispetto alla fisica classica: la teoria elettromagnetica prevede, infatti, che quando una carica subisce un'accelerazione emette energia sotto forma di onde elettromagnetiche.

Gli elettroni, essendo cariche elettriche in movimento, avrebbero dovuto emettere una radiazione elettromagnetica, perdere progressivamente energia e collassare (precipitare) sul nucleo (teoria del collasso), eventualità che nella realtà non si verifica.

Il modello atomico di Bohr: le orbite quantizzate

Il modello di Rutherford da un lato giustificava la struttura dell'atomo e dall'altra ne decretava l'instabilità.

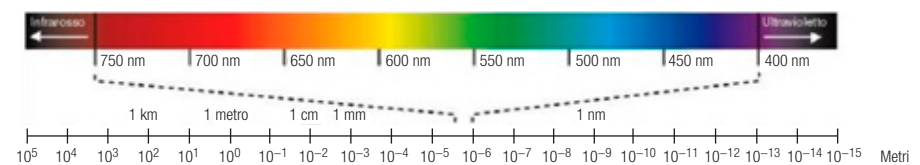
Questa contraddizione venne risolta nel 1913 dal fisico danese **Niels Bohr**, che riprese teorie proposte in quegli anni da Planck e Einstein sulla quantizzazione dell'energia.

All'inizio del '900 Max Planck e Albert Einstein avevano chiarito, infatti, la doppia natura della luce:

- **ondulatoria** (come già previsto da Maxwell nella metà del 1800), che interpretava la luce come un'onda elettromagnetica;
- **corpuscolare**, che vedeva la luce come un insieme di pacchetti di energia elettromagnetica (quanti di luce), che vennero chiamati **fotoni**.

La luce e tutte le radiazioni elettromagnetiche sono costituite da fotoni. Bohr (1913) incominciò a pensare a un collegamento tra l'emissione di luce da parte degli atomi e gli elettroni che ruotavano attorno al nucleo.

Se si fa attraversare un prisma di vetro dalla luce bianca, prodotta da un filamento incandescente, si ottiene uno **spettro continuo**.



Se si analizza, invece, la luce emessa da un gas rarefatto (es. lampada a H a bassa pressione) sottoposto a una scarica elettrica, si ottiene uno **spettro a righe** (discontinuo).

Per l'idrogeno nel visibile si ottengono quattro righe di diverso colore:

- 657 nm rossa
- 486 nm verde
- 434 nm blu
- 410 nm viola

(ricordiamo che ogni colore corrisponde a una frequenza e a una lunghezza d'onda diverse).

La luce emessa dagli atomi non è continua, ma si presenta con uno spettro a righe.

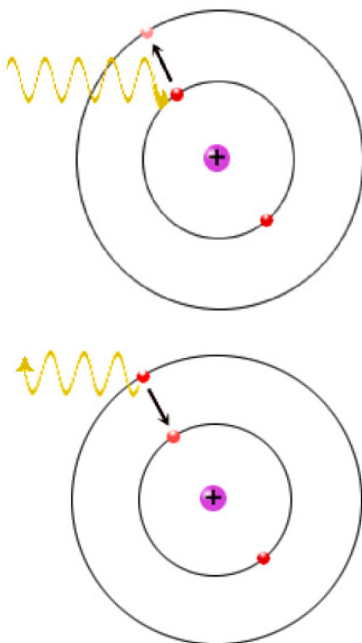
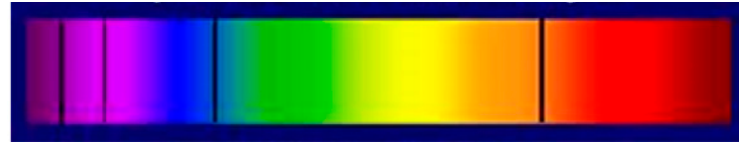
■ Spettro di emissione dell'idrogeno.



Lo spettro di assorbimento, invece, rivela le lunghezze d'onda che vengono assorbite da un gas attraversato da una radiazione elettromagnetica: ogni atomo assorbe radiazioni di particolare lunghezza d'onda, lasciando passare le radiazioni di altra lunghezza d'onda. Si realizza così uno spettro di assorbimento caratterizzato dalla presenza di linee scure di assorbimento in corrispondenza delle lunghezze d'onda delle radiazioni assorbite: in pratica è l'opposto dello spettro di emissione

e consente di identificare un atomo perché ogni elemento ha un tipico spettro di assorbimento (e di emissione), perché gli elettroni situati su orbite o livelli “quantizzati” assorbono (o emettono) fotoni di precise lunghezza d’onda.

■ Spettro di assorbimento dell’idrogeno.



■ Assorbimento (sopra) ed emissione (sotto).

Gli atomi del gas assorbono radiazioni di una frequenza ben determinata.

Ogni atomo emette uno spettro caratteristico e ha uno speculare spettro di assorbimento.

Quando la luce colpisce un atomo, esso assorbe fotoni di una precisa lunghezza d’onda e ogni fotone assorbito cede la sua energia a un elettrone, che può perciò passare a un livello energetico più alto.

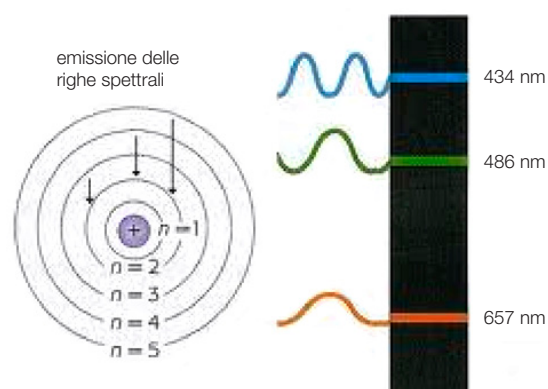
Quando un elettrone eccitato e spostato su un’orbita più esterna torna a un livello energetico più basso emette energia sotto forma di un fotone di una particolare lunghezza d’onda.

Nel modello di Bohr l’elettrone non collassa sul nucleo, ma ruota senza emettere energia lungo orbite circolari prefissate: gli stati stazionari.

Osservando gli spettri di emissione e di assorbimento dell’atomo di idrogeno, Bohr propone un modello atomico (planetario come quello di Rutherford, ma a orbite quantizzate, valido solo per l’atomo di idrogeno), che si basa sui seguenti punti:

1. l’elettrone percorre solo determinate orbite circolari quantizzate, nelle quali ruota senza assorbire né emettere energia (**orbite stazionarie**);
2. l’elettrone assorbe energia solo se salta da un’orbita a un’altra di livello energetico maggiore;
3. se l’elettrone torna a un livello di energia minore l’atomo emette energia, sotto forma di fotoni;
4. l’energia della luce, emessa o assorbita, è uguale alla differenza di energia delle due orbite;
5. ogni salto è rivelato da una riga dello spettro.

L’ipotesi di Bohr sulla struttura dell’atomo spiega perché gli spettri di emissione degli atomi sono spettri discontinui, a righe: ogni riga corrisponde a un ben determinato valore di energia, che a sua volta corrisponde alla differenza di energia fra due orbite.



Gli elettroni ruotano attorno al nucleo, in un sistema fisico, nel quale l'energia non varia in modo continuo ma per quantità finite (orbite quantizzate).

L'energia dell'elettrone può assumere solo valori ben definiti, identificati da un numero, detto numero quantico principale n , che può avere un valore intero, compreso tra 1 e 7.

Esistono attorno al nucleo 7 livelli energetici differenti.

Il modello di Bohr-Sommerfeld

Il modello di Bohr si presta bene all'interpretazione della struttura dell'idrogeno, ma risulta inadeguato per spiegare la struttura di atomi con più elettroni.

Negli spettri di questi atomi si rilevano infatti **raggruppamenti di righe vicinissime** fra loro (multipletti), che non si riescono a interpretare in base al modello di Bohr.

I limiti del modello di Bohr nascono dall'inadeguatezza delle leggi della meccanica classica, valide per corpi macroscopici, ma non adatte a particelle microscopiche come gli elettroni e i protoni.

Nel 1915 il fisico tedesco A.J. Sommerfeld, applicando agli elettroni le leggi di Keplero, ipotizzò che l'elettrone si muovesse descrivendo orbite ellittiche in cui il nucleo occupava uno dei due fuochi.

Dall'orbita all'orbitale

Il concetto di **orbita** lascia il posto al concetto di **orbitale atomico**.

La meccanica quantistica dimostra che non è possibile definire la traiettoria di un elettrone, che ha un movimento delocalizzato.

Il **principio di indeterminazione di Heisenberg** afferma, infatti, che di una particella come l'elettrone non si possono conoscere, contemporaneamente, la posizione e la velocità, in un preciso istante.

Gli orbitali vengono definiti dalle funzioni (funzioni d'onda) che si ottengono come soluzione della **equazione probabilistica di Schrödinger**.

Il fisico tedesco **Max Born** definisce, grazie alle funzioni d'onda, l'orbitale atomico come una regione dello spazio attorno al nucleo in cui è possibile, con una probabilità altissima (95%), trovare l'elettrone in determinato istante.

Con la funzione d'onda Ψ è possibile definire i diversi stati in cui si può trovare un elettrone nell'atomo. Essa è la soluzione matematica dell'equazione di Schrödinger e viene espressa attraverso i numeri quantici, i quali, associati ai diversi orbitali, ne stabiliscono:

1. energia;
2. forma;
3. orientamento nello spazio dell'orbitale.

Le diverse funzioni d'onda di un atomo si denotano indicando i valori dei tre numeri quantici: n , l , m ; a ogni terzetto di **numeri quantici** corrisponde un orbitale ben preciso (vedi Approfondimento 2.1 *Gli orbitali: modello atomico probabilistico*).